نقاط هامة

Nasr Elkanzy

المادة

كل شئ له كتلة وحجم

المادة ← تتكون من ← جزيئات ← تتكون من ← ذرات

الجزئ

أصغر جزء من المادة قد يوجد منفرداً ويحتفظ بخواص المادة

أنواع الجزيئات

تبعاً للتركيب الكيميائى

جزئ عنصر				جزئ مركب
يتكون من ذرة أو ذرتين من نفس العنصر				يتكون من ذرتين أو أكثر لعناصر مختلفة
أحادى الذرة			ثنائى الذرة	
العناصر الصلبة Na, Mg, Al, Fe, S, C, & P	الفلز الوحيد السائل الزئبق Hg	الغازات الخاملة He Ne Ar Kr Xe Rn	H_2 N_2 O_2 F_2 Cl_2 Br_2 I_2	H_2O NH_3 CO_2 NaCl H_2SO_4 HCl

العنصر

أبسط صورة للمادة لا يمكن تحليلها لأبسط منها بالطرق الكيميائية

الذرة

أصغر وحدة بنائية للمادة تشترك فى التفاعلات الكيميائية

لا توجد الذرة منفردة - ما عدا الغازت الخاملة - ولكن ترتبط مع ذرات أخرى مكونة جزيئات.

بنية الذرة

- نواة الذرة
  - بروتونات ⊕
  - نيوترونات ○
- إلكترونات

التوزيع الالكتروني

نراعى فى التوزيع الالكترونى مبدأين هامين ...

مبدأ البناء التصاعدى

تشغل الالكترونات المستويات الفرعية الأقل طاقة أولاً ثم الأعلى طاقة

يعتمد ترتيب المستويات الفرعية تبعاً لطاقتها على كل من :

* مجموع ($n + \ell$) للمستوى الفرعى. * رتبة مستوى الطاقة الرئيسى (n).

1s 2s 2p 3s 3p 4s 3d 4p 5s 4d 5p 6s 4f 5d 6p 7s 5f 6d 7p

قاعدة هوند

لا يحدث ازدواج الكترونى فى أى مستوى فرعى حتى تشغل كل اوربيتالاته بإلكترون مفرد أولاً

Nasr Elkanzy

طريقة التوزيع الالكترونى باستخدام الغازات الخاملة

[$_{2}$He] 2s 2p

[$_{10}$Ne] 3s 3p

[$_{18}$Ar] 4s 3d 4p

[$_{36}$Kr] 5s 4d 5p

[$_{54}$Xe] 6s 4f 5d 6p

أنواع الأيونات

تبعاً لعدد الذرات

أيونات أحادية الذرة

تبعاً لنوع الشحنة

أيونات عديدة الذرات

(مجموعات ذرية)

نقاط المقارنة	أيون موجب (كاتيون)	أيون سالب (أنيون)
التعريف	ذرة فقدت إلكترون أو أكثر أثناء التفاعل الكيميائى	ذرة إكتسبت إلكترون أو أكثر أثناء التفاعل الكيميائى
عدد الشحنات	عدد الشحنات الموجبة (+) يساوى عدد الالكترونات المفقودة	عدد الشحنات السالبة (-) يساوى عدد الالكترونات المكتسبة
أمثلة	Al^{3+} Mg^{2+} Ca^{2+} Ba^{2+} Fe^{2+} , Fe^{3+} Cu^{2+} H^{+} Li^{+} Na^{+} K^{+} Cu^{+}	P^{3-} N^{3-} O^{2-} S^{2-} F^{-} Cl^{-} Br^{-} I^{-}

المجموعة الذرية

مجموعة ذرات لعناصر مختلفة مرتبطة مع بعضها بروابط كيميائية وتسلك فى التفاعل سلوك الذرة الواحدة ولها تكافؤ خاص بها

المجموعات الذرية

تبعاً للتكافؤ

مجموعات أحادية		مجموعات ثنائية		مجموعات ثلاثية	
هيدروكسيد	OH^{-}	كربونات	CO_3^{2-}	فوسفات	PO_4^{3-}
نترات	NO_3^{-}	كبريتات	SO_4^{2-}	بورات	BO_3^{3-}
نيتريت	NO_2^{-}	ثيوكبريتات	$S_2O_3^{2-}$		
بيكربونات	HCO_3^{-}				
بيكبريتات	HSO_4^{-}				
أمونيوم	NH_4^{+}				

لا توجد المجموعة الذرية منفردة. (علل) ← لأنها نشطة ومشحونة.

أعداد التأكسد

عدد التأكسد

عدد يعبر عن الشحنة الموجبة (+) أو السالبة (-) التى تحملها الذرة أو الأيون فى المركب

أعداد التأكسد تساعد فى تحديد نوع التغير الكيميائى الذى يحدث للعنصر أثناء التفاعل الكيميائى.

قواعد تحديد أعداد التأكسد

عدد تأكسد العنصر = صفر

مثل: Na , O , O_2 , O_3 , P , P_4 , S , S_8

عدد تأكسد الأيون احادى الذرة = شحنة الأيون

مثل: $Na^{+} = 1+$ $Mg^{2+} = 2+$ $Al^{3+} = 3+$

$F^{-} = 1-$ $O^{2-} = 2-$ $P^{3-} = 3-$

عدد تأكسد المجموعة الذرية = شحنة المجموعة

مثل: $NH_4^{+} = 1+$ $NO_3^{-} = 1-$ $CO_3^{2-} = 2-$ $PO_4^{3-} = 3-$

عدد تأكسد الفلز = (+) رقم مجموعته

مثل: (Li , Na , K , ...) المجموعة الأولى = 1+

(Mg , Ca , Zn ...) المجموعة الثانية = 2+

(Al , ...) المجموعة الثالثة = 3+

عدد تأكسد الهالوجينات فى معظم المركبات = 1-

مثل: المجموعة 7A (Cl , Br , I) = 1- (وأعداد التأكسد الأخرى تحسب رياضياً)

عدد تأكسد الفلور فى جميع مركباته = 1- (لأنه أعلى العناصر سالبية كهربية)

عدد تأكسد الغازت الخاملة = صفر (لأنها لا تفقد أو تكتسب إلكترونات)

عدد تأكسد الأكسجين فى ....

* الأكاسيد = -2 مثل: H_2O , Na_2O , CO_2 , Al_2O_3 , ...
* فوق الأكسيد = -1 مثل: H_2O_2 , Na_2O_2 , K_2O_2 , ...
* سوبر أكسيد = - ½ مثل: LiO_2 , NaO_2 , KO_2 , ...
* مع الفلور = +2 مثل: OF_2

عدد تأكسد الهيدروجين فى ....

* معظم مركباته = +1 مثل: H_2O , HCl , H_2SO_4 , $NaOH$, ...
* هيدريدات الفلزات = -1 مثل: NaH , CaH_2 , AlH_3 , ...

مجموع أعداد تأكسد العناصر فى المركب = صفر (أى مركب متعادل كهربياً)

مجموع أعداد تأكسد العناصر فى المجموعة الذرية = شحنة المجموعة الذرية

إحسب عدد تأكسد كل من ...

[1] الأكسجين فى ...	O_3	H_2O	K_2O_2	NaO_2	OF_2
[2] الكلور فى ...	Cl_2	HCl	$MgCl_2$	$KClO_4$	ClO_4^-
[3] الكربون فى ...	C	CO	CO_2	H_2CO_3	$NaHCO_3$
[4] النيتروجين فى ...	N_2	NO_2	HNO_3	N_2O_3	N_2O_4
[5] الفوسفور فى ...	P_4	H_3PO_4	P_2O_5	$(NH_4)_3PO_4$	
[6] الكبريت فى ...	S_8	H_2S	SO_3	H_2SO_4	
[7] الكروم فى ...	Cr	K_2CrO_4	CrO_4^{2-}		
[8] الخارصين فى ...	Zn	$ZnBr_2$	ZnO	Na_2ZnO_2	

البروتونات

جسيمات موجبة الشحنة فى نواة الذرة

النيوترونات

جسيمات متعادلة كهربياً فى نواة الذرة

نواة الذرة موجبة الشحنة. (علل)

لأن بها بروتونات موجبة الشحنة ونيوترونات متعادلة كهربياً.

الذرة متعادلة كهربياً فى حالتها العادية. (علل)

لأن عدد البروتونات الموجبة داخل النواة = عدد الالكترونات السالبة حول النواة.

العدد الذرى

عدد البروتونات الموجبة فى نواة الذرة

العدد الكتلى → 27

Al ← رمز العنصر

العدد الذري → 13

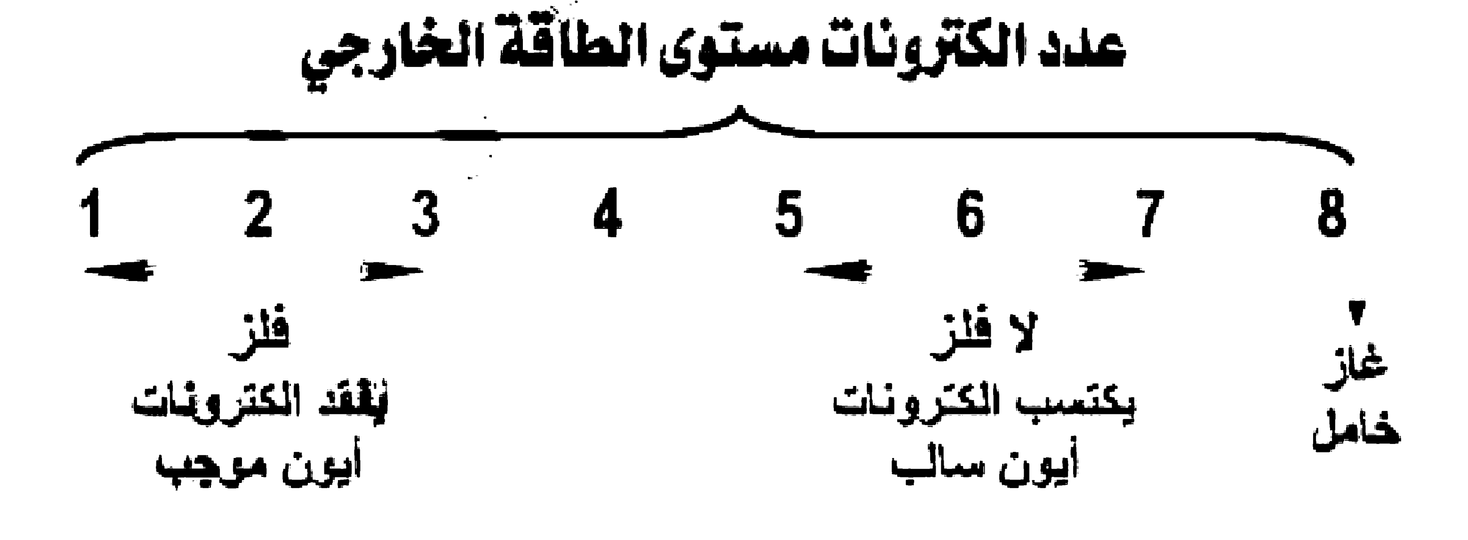
العدد الكتلى

مجموع أعداد البروتونات والنيوترونات فى نواة الذرة

الالكترونات

جسيمات سالبة متناهية الصغر تدور حول نواة الذرة

Nasr Elkanzy



الأيون

ذرة فقدت أو اكتسبت الكترون أو أكثر أثناء التفاعل الكيميائي

وضح التوزيع الالكتروني للعناصر التالية : $_{11}Na$, $_{19}K$, $_{24}Cr$, $_{26}Fe$, $_{29}Cu$, $_{30}Zn$

$_{11}Na = 1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^1$ $= [_{10}Ne]\ 3s^1$

$_{19}K = 1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^1$ $= [_{18}Ar]\ 4s^1$

* $_{24}Cr = 1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^1\ 3d^5$ $= [_{18}Ar]\ 4s^1\ 3d^5$

$_{26}Fe = 1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^6$ $= [_{18}Ar]\ 4s^2\ 3d^6$

* $_{29}Cu = 1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^1\ 3d^{10}$ $= [_{18}Ar]\ 4s^1\ 3d^{10}$

$_{30}Zn = 1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^{10}$ $= [_{18}Ar]\ 4s^2\ 3d^{10}$

Nasr Elkanzy

وضح التوزيع الالكتروني للأيونات التالية : $_{25}Mn^{3+}$, $_{26}Fe^{2+}$, $_{29}Cu^{2+}$

$_{25}Mn = [_{18}Ar]\ 4s^2\ 3d^5$ — $Mn^{3+} = [_{18}Ar]\ 4s^0\ 3d^4$

↑	↑	↑	↑	

$_{26}Fe = [_{18}Ar]\ 4s^2\ 3d^6$ — $Fe^{2+} = [_{18}Ar]\ 4s^0\ 3d^6$

↑↓	↑	↑	↑	↑

$_{29}Cu = [_{18}Ar]\ 4s^1\ 3d^{10}$ — $Cu^{2+} = [_{18}Ar]\ 4s^0\ 3d^9$

↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑

صيغ بعض المركبات

الماء	H_2O	حمض كبريتيك	H_2SO_4
الأمونيا (نشادر)	NH_3	حمض نيتريك	HNO_3
كلوريد صوديوم (ملح الطعام)	$NaCl$	حمض كربونيك	H_2CO_3
كلوريد هيدروجين	HCl	حمض فوسفوريك	H_3PO_4
كلوريد أمونيوم	NH_4Cl	كربونات صوديوم	Na_2CO_3
كلوريد كالسيوم	$CaCl_2$	كربونات بوتاسيوم	K_2CO_3
كلوريد فضة	$AgCl$	كربونات نحاس II	$CuCO_3$
كلوريد باريوم	$BaCl_2$	كربونات كالسيوم (حجر جيرى)	$CaCO_3$
أول أكسيد كربون	CO	كبريتيد نحاس	CuS
ثانى أكسيد كربون	CO_2	كبريتيد كربون	CS_2
أكسيد زئبق	HgO	كبريتيد صوديوم	Na_2S
أكسيد ماغنسيوم	MgO	كبريتات نحاس	$CuSO_4$
أكسيد ألومنيوم	Al_2O_3	كبريتيات خارصين	$ZnSO_4$
أكسيد حديد II	FeO	كبريتات صوديوم	Na_2SO_4
أكسيد حديد III	Fe_2O_3	كبريتات بوتاسيوم	K_2SO_4
أكسيد نيتريك	NO	كبريتات باريوم	$BaSO_4$
ثانى أكسيد نيتروجين	NO_2	كبريتات كالسيوم	$CaSO_4$
فوق اكسيد هيدروجين	H_2O_2	كبريتات ماغنسيوم	$MgSO_4$
ثانى أكسيد منجنيز	MnO_2	كبريتات حديد II	$FeSO_4$
كالسيوم أكسيد (الجير الحى)	CaO	كبريتات حديد III	$Fe_2(SO_4)_3$
ثالث اكسيد كبريت	SO_3	نترات فضة	$AgNO_3$
اكسيد نحاس II	CuO	نترات صوديوم	$NaNO_3$
هيدروكسيد صوديوم	$NaOH$	نترات بوتاسيوم	KNO_3
هيدروكسيد بوتاسيوم	KOH	نترات نحاس II	$Cu(NO_3)_2$
هيدروكسيد كالسيوم	$Ca(OH)_2$	نترات كالسيوم	$Ca(NO_3)_2$
هيدروكسيد حديد II	$Fe(OH)_2$	نترات باريوم	$Ba(NO_3)_2$
هيدروكسيد حديد III	$Fe(OH)_3$	نترات رصاص	$Pb(NO_3)_2$
هيدروكسيد نحاس II	$Cu(OH)_2$	نترات حديد II	$Fe(NO_3)_2$
هيدروكسيد الومنيوم	$Al(OH)_3$	نترات حديد III	$Fe(NO_3)_3$

الصيغة الكيميائية

المجموعة الذرية

صيغة رمزية توضح عدد ونوع الذرات المكونة للجزئ

أكتب الصيغ الكيميائية للمركبات الناتجة من ...

ألومنيوم $_{13}Al$ ، أكسجين $_{8}O$ Al O 3 2 Al_2O_3 أكسيد ألومنيوم	هيدروجين $_{1}H$ ، أكسجين $_{8}O$ H O 1 2 H_2O ماء	نحاس Cu^{2+} ، أكسجين $_{8}O$ Cu O 2 2 1 1 CuO أكسيد نحاس II
هيدروجين $_{1}H$ ، كلور $_{17}Cl$ H Cl 1 1 HCl كلوريد هيدروجين	هيدروجين $_{1}H$ ، كبريتات SO_4^{2-} H SO_4 1 2 H_2SO_4 حمض كبريتيك	باريوم Ba^{2+} ، نترات NO_3^- Ba NO_3 2 1 $Ba(NO_3)_2$ نترات باريوم
نحاس Cu^{2+} ، نترات NO_3^- Cu NO_3 2 1 $Cu(NO_3)_2$ نترات نحاس II	صوديوم $_{23}Na$ ، كربونات CO_3^{2-} Na CO_3 1 2 Na_2CO_3 كربونات صوديوم	صوديوم $_{23}Na$، بيكربونات HCO_3^{2-} Na HCO_3 1 1 $NaHCO_3$ بيكربونات صوديوم
حديد Fe^{2+} ، كبريت $_{16}S$ Fe S 3 2 Fe_2S_3 كبريتيد حديد III	فضة Ag^+ ، نترات NO_3^- Ag NO_3 1 1 $AgNO_3$ نترات فضة	أمونيوم NH_4^+ ، كبريتات SO_4^{2-} NH_4 SO_4 1 2 $(NH_4)_2SO_4$ كبريتات أمونيوم

الأكسدة والاختزال

الأكسدة

- عملية فقد إلكترونات وزيادة عدد تأكسد العنصر

الاختزال

- عملية اكتساب إلكترونات ونقص عدد تأكسد العنصر

العامل المختزل

- مادة تفقد إلكترونات أثناء التفاعل الكيميائى

العامل المؤكسد

- مادة تكتسب إلكترونات أثناء التفاعل الكيميائى

الأكسدة = فقد الكترونات = زيادة عدد التأكسد

$$\cdots -5 \quad -4 \quad -3 \quad -2 \quad -1 \quad 0 \quad +1 \quad +2 \quad +3 \quad +4 \quad +5 \cdots$$

الاختزال = اكتساب الكترونات = نقص عدد التأكسد

؟ حدد الأكسدة او الاختزال فيما يأتى:

[1] $Na \rightarrow Na^{+}$

[2] $Cl \rightarrow Cl^{-}$

[3] $Mg \rightarrow Mg^{2+}$

[4] $O \rightarrow O^{2-}$

[5] $Fe^{3+} \rightarrow Fe^{2+}$

[6] $S^{2-} \rightarrow S$

؟ وضح الأكسدة والاختزال للكروم والحديد فى المعادلة التالية

$$K_2Cr_2O_7 + 6FeCl_2 + 14HCl \rightarrow 2KCl + 2CrCl_3 + 6FeCl_3 + 7H_2O$$

$FeCl_2 \rightarrow FeCl_3$

? -1 ? -1

$X - 2 = 0$ $y - 3 = 0$

$x = +2$ $y = +3$

أكسدة

$K_2Cr_2O_7 \rightarrow CrCl_3$

+1 ? -2 ? -1

$+2 + 2X - 14 = 0$ $y - 3 = 0$

$x = +6$ $y = +3$

إختزال



أهدي إليكم هذا الكتيب المتواضع

كمقدمة وأساسيات لكيمياء

المرحلة الثانوية .

عسى أن يحوز على رضاكم واستحسانكم

وألتمس العذر على التقصير

❖ علم الكيمياء :

هو علم يعنى بطبيعة المادة ومكوناتها وكيفية تفاعل المواد مع بعضها البعض .

❖ للمادة ثلاث أشكال وهي :

أولاً : العناصر	ثانياً : المركبات	ثالثاً : المخاليط
العنصر : هو مادة أولية لا يمكن تحويله إلى مواد أبسط منه بالطرق الفيزيائية أو الكيميائية العادية .	المركب : هو اتحاد عنصرين أو أكثر اتحاداً كيميائياً وبنسب وزنية ثابتة .	المخلوط : مجموعة من العناصر أو المركبات مجتمعة مع بعضها البعض دون اتحاد كيميائي وبأي نسبة .
مثل الصوديوم Na	مثل الماء H_2O	مثل خليط من (الرمل والملح) .

بعض المصطلحات الكيميائية البسيطة :

- الذرة : أصغر جزء من العنصر يمكن أن يدخل في التفاعلات الكيميائية دون أن ينقسم .
- الجزئ : أصغر جزء من المادة سواء كانت (عنصراً أو مركباً) يمكن أن يوجد منفرداً وتتضح فيه خواص المادة .
- الأيون : ذرة أو مجموعة من الذرات تحمل شحنة موجبة أو سالبة .
- العدد الذري : عدد البروتونات داخل نواة الذرة .
- عدد الكتلة : مجموع عدد البروتونات والنيترونات داخل نواة الذرة .
- عدد الأكسدة : عدد الالكترونات التي تفقدها أو تكتسبها الذرة نتيجة دخولها في تفاعل كيميائي .
- الحجم الذري : حجم المجالات الالكترونية حول النواة .
- جهد التأين : الطاقة اللازمة لنزع أكثر الالكترونات بعداً عن النواة في الحالة الغازية .
- الألفة الالكترونية : الطاقة المنبعثة نتيجة إضافة إلكترون لمجال التكافؤ لذرة متعادلة في الحالة الغازية .
- السالبية الكهربائية : قابلية الذرة للاستئثار بالزوج الالكتروني الرابط بينهما في المركب التساهمي .
- المجال الالكتروني : حيز من الفراغ يحيط بالنواة يكون احتمال وجود الإلكترون فيه كبيراً .
- الزوج الالكتروني : إلكترونان يتساويان في الأعداد الكمية عدا عدد الكم المغزلي ((اتجاه الدوران)) .
- الأعداد الكمية : الأعداد التي تحدد الصفات المميزة لكل إلكترون يدور حول النواة .
- النظائر : ذرات لعنصر واحد تتساوى في العدد الذري وتختلف في عدد الكتلة .
- المتكاتلات : ذرات لعناصر مختلفة تتساوى في عدد الكتلة وتختلف في العدد الذري .
- المحلول : مادة تتكون من مذيب ومذاب حيث تكون الكمية الأكبر مذيب والكمية الأقل مذاب .
- الحفاز (العامل المساعد) : مادة تزيد من سرعة التفاعل الكيميائي دون أن تستهلك .
- المجموعة (الوظيفية) (الفعالة) (المميزة) (الدالة) : ذرة أو مجموعة ذرات مرتبطة مع بعضها كيميائياً ولها خواص مميزة .

❖ مكونات الذرة :

١. النواة ذات الشحنة الموجبة وتحتوي على :

- البروتونات : وهي جسيمات موجبة الشحنة توجد داخل النواة .
- النيترونات : وهي جسيمات متعادلة الشحنة (عديمة الشحنة) توجد داخل النواة .

٢. الإلكترونات : وهي جسيمات سالبة الشحنة تدور حول النواة بسرعة كبيرة تصل إلى ٢٠٠٠ كم / ث .



❖ نبذة سريعة وموجزة عن الجدول الدوري للعناصر :

ترتب العناصر في الجدول الدوري الحديث على أساس العدد الذري وفق قانون موسلي .

❖ من فوائد الجدول الدوري :

- تصنيف العناصر .
- معرفة خواص العناصر بشكل عام .
- تسهيل دراسة العناصر من خلال تقسيمها إلى مجموعات .

❖ يتكون الجدول الدوري من : دورات ومجموعات وهي كالتالي :

الدورة : هي الصف الأفقي في الجدول الدوري .
عدد الدورات في الجدول الدوري : (٧ دورات) .

خلال الدورة وبزيادة العدد الذري من يسار إلى يمين الجـــدول الدوري باتجاه السهم حيث نلاحظ ما يأتي :

- يقل الحجم الذري .
- يزداد كل من :

(جهد التأين ، الألفة الالكترونية ، السالبية الكهربائية) .

المجموعة : هي العمود الراسي في الجدول الدوري .
وتنقسم المجموعات في الجدول الدوري إلى :

١. المجموعات الرئيسية (أ) : (العناصر التمثيلية) . وعددها (٨ مجموعات رئيسية) .
٢. المجموعات الفرعية (ب) : (العناصر الانتقالية) . وعددها (٨ مجموعات فرعية) .

خلال المجموعة وبزيادة العدد الذري من أعلى إلى أسفل الجدول الدوري باتجاه السهم حيث نلاحظ ما يأتي :

- يزداد الحجم الذري .
- يقل كل من : (جهد التأين ، الألفة الالكترونية ، السالبية الكهربائية)

مناطق الجدول الدوري ومسميات لبعض المجموعات :

المنطقة	المجموعات الموجودة بها	مجال الالكترونات	مسميات لبعض المجموعات
اليسرى	تشمل عناصر المجموعتين الرئيسيتين الأولى (أ) و الثانية (أ) .	S	المجموعة ١ (أ) : فلزات قلوية . المجموعة ٢ (أ) : فلزات قلوية أرضية .
اليمنى	تشمل عناصر المجموعات الرئيسية الآتية : ٣ (أ) ، ٤ (أ) ، ٥ (أ) ، ٦ (أ) ٧ (أ) ، بالإضافة إلى عناصر المجموعة الثامنة (أ) (مجموعة الصفر) .	S, p	المجموعة ٧ (أ) : هالوجينات . المجموعة ٨ (أ) : غازات خاملة (نادرة) .
الوسطى	تشمل العناصر الانتقالية	d	المجموعة ١ (ب) : فلزات العملة . وتشمل النحاس والفضة والذهب .
السفلى	تشمل العناصر الانتقالية الداخلية : اللانثنيدات واللاكتنيدات .	f	اللانثنيدات : عناصر الأرض النادرة . اللاكتنيدات : العناصر المشعة .



التوزيع الإلكتروني للعناصر التمثيلية (الرئيسية)

- العناصر التمثيلية هي عناصر المجموعات الرئيسية (العناصر غير الانتقالية) الواقعة يمين ويسار الجدول الدوري
- يتم توزيع الإلكترونات في مجالاتها بدءاً بالمستويات الأقرب للنواة ذات الطاقة الأقل أولاً حسب مبدأ البناء التصاعدي .

كالآتي 1s 2s2p 3s3p 4s وهكذا مع مراعاة الآتي :

المجال الفرعي	أقصى استيعاب للمجال من الإلكترونات	شكل المجال
s	٢	كروي
p	٦	أجراس صماء
d	١٠	معقد
f	١٤	أكثر تعقيداً

- من خلال التوزيع نستطيع أن نحدد منطقة العنصر (اليسرى أو اليمنى) :

١- إذا انتهى التوزيع بـ (s) يقع العنصر في المنطقة اليسرى .

٢- إذا انتهى التوزيع بـ (s و p) يقع العنصر في المنطقة اليمنى .

- من خلال التوزيع نستطيع أن نحدد الدورة والمجموعة :

١- مجموع الإلكترونات في المجال الخارجي يحدد المجموعة .

٢- أكبر عدد كم رئيسي (المجال الخارجي) يحدد الدورة .

٣- عدد الأكسدة هو عدد الإلكترونات التي تفقدها أو تكتسبها الذرة أثناء دخولها في تفاعل كيميائي

إليك الجدول الآتي :

من خلال التوزيع الالكتروني لعنصر رئيسي يمكن تحديد الآتي	إذا كان عدد الإلكترونات في المجال الخارجي :							
	١	٢	٣	٤	٥	٦	٧	٨
التكافؤ	١+	٢+	٣+	٤±	٣ -	٢ -	١ -	صفر
المجموعة	١ (أ)	٢ (أ)	٣ (أ)	٤ (أ)	٥ (أ)	٦ (أ)	٧ (أ)	٨ (أ)
فلز أم لا فلز	فلزات			أشباه فلزات	لا فلزات			
الكهربائية	موصلة للتيار الكهربائي			شبه موصلة	رديئة التوصيل الكهربائي			
الأيون	أيونات موجبة				أيونات سالبة			
الدورة	أكبر عدد كم رئيسي أثناء التوزيع الالكتروني يحدد الدورة .							

- ((هناك بعض التجاوزات في هذا الجدول .. فما هو إلا للتوضيح بشكل عام))



❖ أثناء التوزيع الإلكتروني لأيون موجب يتم فقد (نقص) عدد إلكترونات بمقدار الشحنات الموجبة على ذلك الأيون .

❖ أثناء التوزيع الإلكتروني لأيون سالب يتم اكتساب (زيادة) عدد إلكترونات بمقدار الشحنات السالبة على ذلك الأيون .

❖ بعد قراءة الملاحظات السابقة انظر الأمثلة التالية :

1s 2s2p 3s3p 4s

س : أكتب التوزيع الإلكتروني للذرات والأيونات الآتية ثم أكمل الجدول الآتي :

الرمز	التوزيع الإلكتروني	الدورة	المجموعة	عدد الأكسدة	المنطقة
Li_3	$1s^2\ 2s^1$	٢	١ (أ)	١+	اليسرى
Na_{11}	$1s^2\ 2s^2 2p^6\ 3s^1$	٣	١ (أ)	١+	اليسرى
K_{19}	$1s^2\ 2s^2 2p^6\ 3s^2 3p^6\ 4s^1$	٤	١ (أ)	١+	اليسرى
Mg_{12}	$1s^2\ 2s^2 2p^6\ 3s^2$	٣	٢ (أ)	٢+	اليسرى
Al_{13}	$1s^2\ 2s^2 2p^6\ 3s^2 3p^1$	٣	٣ (أ)	٣+	اليسرى
F_9	$1s^2\ 2s^2 2p^5$	٢	٧ (أ)	١ −	اليمنى
S_{16}	$1s^2\ 2s^2 2p^6\ 3s^2 3p^4$	٣	٦ (أ)	٢ −	اليمنى
Cl_{17}	$1s^2\ 2s^2 2p^6\ 3s^2 3p^5$	٣	٧ (أ)	١ −	اليمنى
Li_3^{+}	$1s^2$			١+	
Na_{11}^{+}	$1s^2\ 2s^2 2p^6$			١+	
Mg_{12}^{++}	$1s^2\ 2s^2 2p^6$			٢+	
Al_{13}^{+++}	$1s^2\ 2s^2 2p^6$			٣+	
F_9^{-}	$1s^2\ 2s^2 2p^6$			١ −	
S_{16}^{--}	$1s^2\ 2s^2 p^6\ 3s^2 3p^6$			٢ −	
Cl_{17}^{-}	$1s^2\ 2s^2 p^6\ 3s^2 3p^6$			١ −	

التوزيع الإلكتروني حسب قاعدة هند :

- نص قاعدة هند :

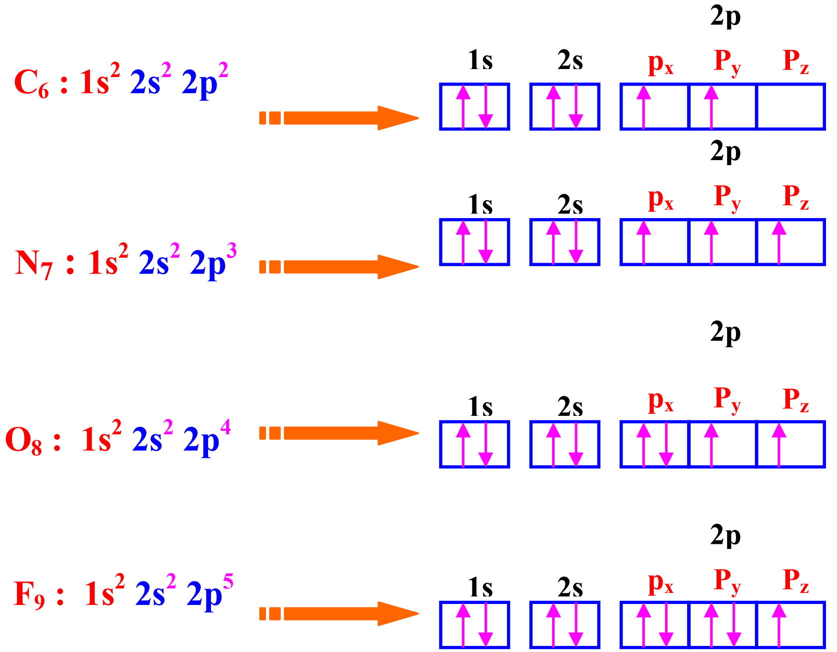
((تعمد الالكترونات في ملئها المجالات إلى جعل حركة دورانها حول نفسها في نفس الاتجاه ما أمكنها ذلك ، عند تساوي جميع الاختيارات الأخرى)) .

- وبمعنى أبسط :

((في المجالات المتساوية الطاقة (f ، d ، p) لا يزدوج إلكترونان حتى ينال كل مجال إلكترون واحد على الأقل)) .

□ يرمز للمجال الإلكتروني . ↑ يرمز للإلكترون .

- تطبيقات على قاعدة هند للتوزيع الالكتروني :



- مبدأ باولي للاستبعاد :

((في الذرة الواحدة لا يمكن أن يتواجد إلكترونان يشتركان في جميع أعداد الكم الأربعة)) .

❖ نستطيع أن نفهم ذلك بشكل مبسط من خلال التوزيع الإلكتروني السابق حسب قاعدة هند للتوزيع حيث نلاحظ أن كل إلكترونين داخل مجال إلكتروني واحد (مربع) في اتجاهين متعاكسين .

- كل إلكترونين داخل مجال إلكتروني واحد يطلق عليهما اسم (الزوج الإلكتروني) .



التوزيع الإلكتروني للعناصر الإنتقالية

❖ هي عبارة عن عشر مجموعات فرعية (ب) تقع في وسط الجدول الدوري

وتضم (٣٠) عنصراً في كل متسلسلة عشرة عناصر ولها التركيب الإلكتروني الآتي :

- المتسلسلة الأولى لها تركيب الغاز الخامل الأرجون Ar ذو العدد الذري ١٨
- المتسلسلة الثانية لها تركيب الغاز الخامل الكريبتون Kr ذو العدد الذري ٣٦
- المتسلسلة الثالثة لها تركيب الغاز الخامل الزينون Xe ذو العدد الذري ٥٤

n الموجودة على المجال الفرعي d تعني عدد الإلكترونات من ١ حتى ١٠ كأقصى عدد من الإلكترونات في d

المتسلسلة	أعدادها الذرية	التركيب الإلكتروني
المتسلسلة الأولى	من ٢١ حتى ٣٠	[Ar] $4s^2 3d^n$
المتسلسلة الثانية	من ٣٩ حتى ٤٨	[Kr] $5s^2 4d^n$
المتسلسلة الثالثة	٥٧ ومن ٧٢ حتى ٨٠	[Xe] $6s^2 4f^{14} 5d^n$

أكتب التوزيع الإلكتروني للعناصر الانتقالية الآتية :

التوزيع الإلكتروني	رمز العنصر
[Ar] $4s^2 3d^1$	Sc_{21}
[Ar] $4s^2 3d^{10}$	Zn_{30}
[Kr] $5s^2 4d^1$	Y_{39}
[Xe] $6s^2 4f^{14} 5d^3$	Ta_{73}
ملاحظات هامة : ١- يكون المجال الفرعي d أكثر استقراراً عندما يكون ممتلئ أو نصف ممتلئ وبالتالي فإنه : عندما يكون في d أربعة إلكترونات ينتقل إلكترون من s إلى d فيشذ عن القاعدة السابقة . و عندما يكون في d تسعة إلكترونات ينتقل إلكترون من s إلى d فيشذ عن القاعدة السابقة . انظر الأمثلة الآتية :	
[Ar] $4s^1 3d^5$	Cr_{24}
[Ar] $4s^1 3d^{10}$	Cu_{29}
٢- عندما نؤين ذرة عنصر انتقالي يتم نزع الإلكترونات من **s** أولاً وإذا انتهى من **s** ننزع من **d** انظر الأمثلة الآتية :	
[Ar] $3d^6$	$_{26}Fe^{++}$ الحديد الثنائي (حديدوز)
[Ar] $3d^5$	$_{26}Fe^{+++}$ الحديد الثلاثي (حديديك)



تحديد الدورة والمجموعة لعنصر انتقالي :

يمكن تحديد موقع العنصر الانتقالي من خلال تحديد الدورة والمجموعة من التوزيع الالكتروني كالآتي :

١. أكبر عدد كم رئيسي أثناء التوزيع الالكتروني يحدد الدورة .

٢. من معرفة مجموع إلكترونات (d + s) يمكن تحديد المجموعة كالآتي :

مجموع إلكترونات (d + s)	المجموعـــة
٣	٣ ب
٤	٤ ب
٥	٥ ب
٦	٦ ب
٧	٧ ب
٨	٨ ب
٩	
١٠	
١١	١ ب
١٢	٢ ب

- تطبيق على تحديد الدورة والمجموعة لعنصر انتقالي :

س : حدد الدورة والمجموعة لعنصر المنجنيز : Mn_{25} ؟؟

التوزيع الإلكتروني :

$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^5$

أو بالطريقة المختصرة :

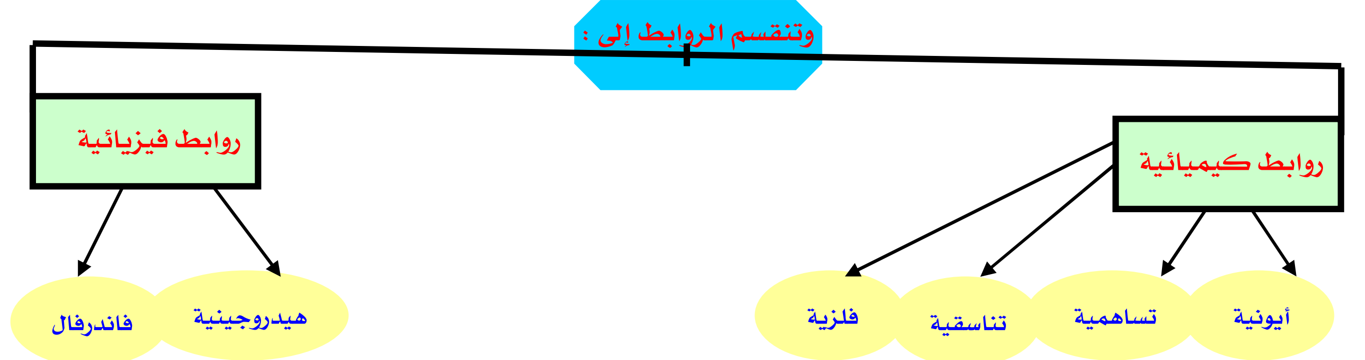
$[Ar]\ 4s^2\ 3d^5$

وفي كلتا الحالتين :

- يكون أكبر عدد كم رئيسي ٤ وهو يحدد الدورة : المنجنيز يقع في الدورة الرابعة .
- مجموع إلكترونات (d + s) = ٧ وبالتالي المنجنيز يقع في المجموعة السابعة (ب) .

الروابط الكيميائية

هي القوى التي تربط ذرات العناصر معه بعضها البعض في الجزئيات أو المركبات .



وسنوضح بإيجاز بعض هذه الروابط :

• الرابطة الأيونية :

هي رابطة تتكون بين ذرتين أحدهما تفقد إلكترون أو أكثر لتكون الأيون الموجب والأخرى تكتسب لتكون الأيون السالب .

مثال : الرابطة الأيونية بين الصوديوم والكلور في مركب كلوريد الصوديوم . NaCl

تتكون الرابطة الأيونية بين :

لا فلز / فلز

يكتسب / يفقد

أيون سالب / أيون موجب

الصوديوم فلز يفقد ليكون أيون موجب

بينما الكلور لا فلز يكتسب ليكون أيون سالب .

Na_{11} : $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^1$

Cl_{17} : $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^5$

$$Na \longrightarrow Na^+ + 1e^-$$

$$Cl + 1e^- \longrightarrow Cl^-$$

$$Na + Cl \longrightarrow Na^+\ Cl^-$$

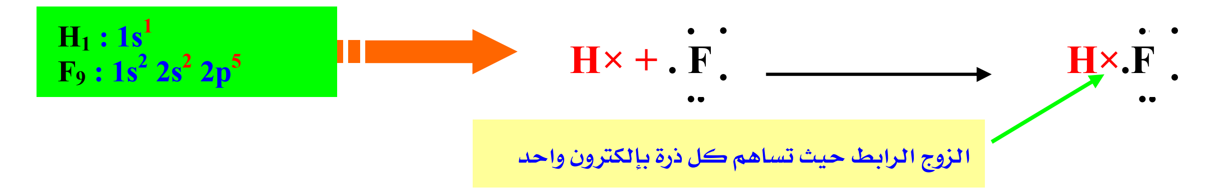
• الرابطة التساهمية :

هي رابطة تتكون بين ذرتين يساهم كل منهما بنصف عدد الالكترونات الزوج الرابط بينهما .

مثال : الرابطة التساهمية بين الهيدروجين والفلور في مركب فلوريد الهيدروجين . HF

H_1 : $1s^1$

F_9 : $1s^2\ 2s^2\ 2p^5$



الزوج الرابط حيث تساهم كل ذرة بإلكترون واحد

تتكون الرابطة التساهمية بين :

- لا فلز / لا فلز .. مثل : الرابطة التساهمية في جزئ الكلور . Cl_2
- لا فلز / شبه فلز .. مثل : الرابطة التساهمية في الميثان . CH_4

تكون الرابطة التساهمية :

١. قطبية : عندما يكون هناك فرق في السالبية الكهربائية بين الذرتين التي تتكون بينهما الرابطة التساهمية .

((مقدار الفرق في السالبية الكهربائية بين الذرتين ≥ ٠,٥)) .

٢. غير قطبية : وذلك عندما تكون الذرتين المشتركة في تكوين الرابطة التساهمية :

- ❖ متساوية في السالبية الكهربائية .
- ❖ متقاربة في السالبية الكهربائية . ((مقدار الفرق في السالبية الكهربائية بين الذرتين < ٠,٥)) .

- إذا كان الفرق في السالبية بين الذرتين > ٢,١ فإن الرابطة تكون رابطة ((أيونية)) .

إليك قيم السالبية الكهربائية لأهم العناصر :

الفلور F	الأكسجين O	النيتروجين N	الكلور Cl	البروم Br	اليود I	الكربون C	الهيدروجين H
٤	٣,٥	٣	٣	٢,٨	٢,٤	٢,٤	٢,٢

مثال : بين أي الروابط التساهمية قطبية وأيها غير قطبية في المركبات التالية :

١. N_2 الرابطة في هذا الجزئ رابطة تساهمية غير قطبية لأنها بين ذرتين من نفس النوع .. ((أي متساوية في السالبية الكهربائية)) .

٢. CH_4 الرابطة في هذا المركب رابطة تساهمية غير قطبية لأنها بين ذرتين متقاربة في السالبية الكهربائية حيث أن الفرق بينهما أقل من ٠,٥

الفرق في السالبية الكهربائية بين الكربون والهيدروجين = ٢,٤ – ٢,٢ = ٠,٢

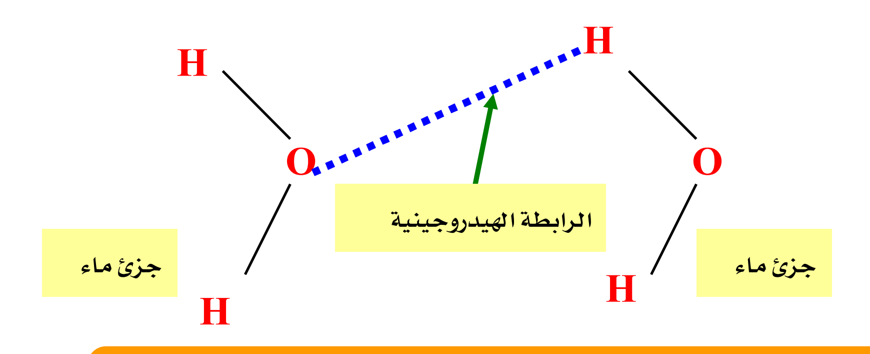
٣. HF الرابطة في هذا المركب رابطة تساهمية قطبية لأنها بين ذرتين بينهما فرق في السالبية الكهربائية حيث أن الفرق بينهما أكبر من ٠,٥

الفرق في السالبية الكهربائية بين الفلور والهيدروجين = ٤ – ٢,٢ = ١,٨

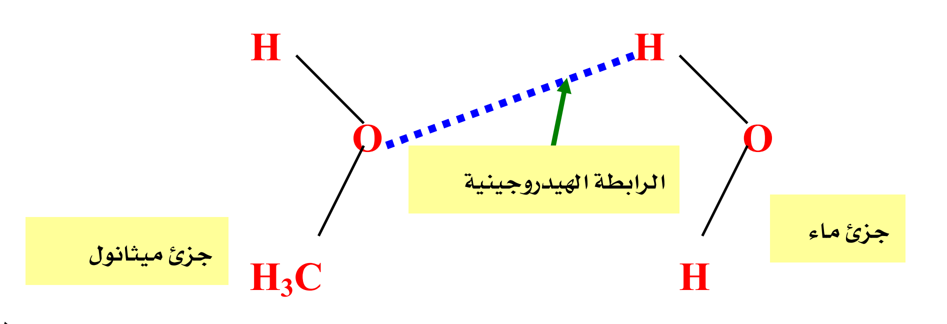
• الرابطة الهيدروجينية :

هي رابطة تتكون بين ذرة هيدروجين في جزئ وذرة لها سالبية كهربائية عالية في جزئ آخر ((F , O , N))

مثال : الروابط الهيدروجينية بين جزئيات الماء H_2O



❖ ((ليس بالضرورة أن يكون الجزئيان من نفس النوع قد تتكون الرابطة الهيدروجينية بين جزيئين مختلفين كجزئ ماء وجزئ ميثانول كالتالي :





الرموز والصيغ الكيميائية :

الرمز : حرف أو حرفان مشتقة من اسم العنصر للدلالة عليه .

الصيغة : مجموعة رموز تبين نوع وعدد الذرات في المركب .

إليك رموز أهم العناصر وتكافؤاتها :

اسم العنصر	الرمز	التكافؤ
هيدروجين	H	١
ليثيوم	Li	
صوديوم	Na	
بوتاسيوم	K	
فضة	Ag	
ماغنيسيوم	Mg	٢
كالسيوم	Ca	
خارصين	Zn	
بورون	B	٣
ألمنيوم	Al	
بزموث	Bi	
نحاس	Cu	٢ ، ١
زئبق	Hg	
ذهب	Au	٣ ، ١
حديد	Fe	٣ ، ٢
منجنيز	Mn	٤ ، ٢
رصاص	Pb	
سليكون	Si	٤

اسم العنصر	الرمز	التكافؤ
فلور	F	١
كلور	Cl	
بروم	Br	
يود	I	
أكسجين	O	٢
كبريت	S	
نيتروجين	N	٣
كربون	C	٤

❖ أثناء التفاعل الكيميائي نجد أن :

- الفلزات تفقد الإلكترونات لتكون أيونات موجبة الشحنة .
- اللافلـزات تكتسب الإلكترونات لتكون أيونات سالبة الشحنة .

❖ جزئيات ثنائية الذرة :

جزئ هيدروجين	H_2
جزئ أكسجين	O_2
جزئ نيتروجين	N_2
جزئ فلـــــور	F_2
جزئ كلـــــور	Cl_2
جزئ بـــــروم	Br_2
جزئ يـــــود	I_2



الشقوق :

هي مجموعة من الذرات مرتبطة مع بعضها ولها تكافؤ مشترك .

- جميع الشقوق سالبة ماعدا شق الأمونيوم فهو الشق الوحيد الموجب .
- إليك صيغ بعض الشقوق وتكافؤاتها :

- ٣		- ٢		- ١		+ ١	
الصيغة	اسم الشق	الصيغة	اسم الشق	الصيغة	اسم الشق	الصيغة	اسم الشق
PO_4^{---}	فوسفات	CrO_4^{--}	كرومات	NO_3^{-}	نترات	NH_4^{+}	أمونيوم
AlO_3^{---}	ألومينات	$Cr_2O_7^{--}$	داي كرومات	NO_2^{-}	نيتريت		
		CO_3^{--}	كربونات	HCO_3^{-}	بيكربونات		
		SO_4^{--}	كبريتات	HSO_4^{-}	بيكبريتات		
		SO_3^{--}	كبريتيت	CN^{-}	سيانيد		
		SiO_3^{--}	سليكات	ClO_3^{-}	كلورات		
		$Cr_2O_4^{--}$	أكسالات	ClO^{-}	هيبوكلوريت		
				OH^{-}	هيدروكسيد		
				MnO_4^{-}	برمنجنات		
				$C_2H_3CO_2^{-}$	إيثانوات		

- بعد أن انتهينا من معرفة رموز العناصر وصيغ الشقوق نتعرف على طريقة كتابة صيغة مركب كيميائي .
- عند كتابة صيغة مركب كيميائي :

١. نكتب رموز العناصر وصيغ الشقوق الداخلة في تكوين المركب .

٢. نبادل بينها التكافؤات مع مراعاة الآتي :

(أ) . إذا كان بين التكافؤات عامل مشترك نقسم عليه لنحصل على أبسط قيمة عددية .

وبطريقة أسهل يمكننا القول :

" إذا تساوت التكافؤات فإنها لا تكتب في الصيغة الكيميائية " .

(ب) . يوضع الشق بين قوسين إذا اتحد مع عنصر أو شق لا يساويه في التكافؤ .

- عند تسمية المركب تكون أسماء الفلزات كما هي أما اللافلزات فيضاف المقطع (يد) نهاية اسم العنصر كالتالي :

((كلور .. كلوريد)) ، ((أكسجين .. أكسيد)) ، ((فلور .. فلوريد)) ، ((كبريت .. كبريتيد)) ... وهكذا .

- إليك الأمثلة الآتية على كتابة الصيغ الكيميائية وتسميتها :

الصيغة	اسم المركب	الصيغة	اسم المركب
$ZnSO_4$	كبريتات الخارصين	$NaCl$	كلوريد الصوديوم
CaO	أكسيد الكالسيوم	$Fe\ Br_3$	بروميد الحديد (III)
$KMnO_4$	برمنجنات البوتاسيوم	$Al\ (\ OH\ )_3$	هيدروكسيد الألمنيوم
H_2S	كبريتيد الهيدروجين	$KHCO_3$	بيكربونات البوتاسيوم
$CuCO_3$	كربونات النحاس (II)	$AgNO_3$	نترات الفضة

الشق بين قوسين لأنه اشترك مع عنصر يختلف عنه في التكافؤ .



المعادلة الكيميائية :

هي وصف موجز لكنه دقيق للتفاعل الكيميائي .

أسس كتابة المعادلة الكيميائية :

١. الإلمام التام برموز العناصر وتكافؤاتها وصيغ الشقوق وتكافؤاتها من اجل كتابة صيغ صحيحة للمركبات .

٢. معرفة المواد المتفاعلة والمواد الناتجة .

٣. مراعاة قانون حفظ المادة : كتلة المواد المتفاعلة = كتلة المواد الناتجة .

ملاحظات هامة على المعادلات الكيميائية :

أولاً : إليك الرموز الآتية التي قد تراها في المعادلة الكيميائية :

رمز هام في المعادلة الكيميائية	مدلــول الرمـــز
s	صلب
l	سائل
g	غاز
aq	محلول مائي
سهم إلى الأعلى ↑	تصاعد غاز
سهم إلى الأسفل ↓	تكون راسب
△	حرارة

ثانياً : الجزيئات الآتية تكتب في المعادلة ثنائية الذرة . (O_2 , N_2 , H_2 ,Cl_2 , Br_2 , I_2 , F_2) .

ثالثاً : عندما نجد في المعادلة الكيميائية :

الحرارة ضمن النواتج فإن التفاعل : طارد ((منتج للحرارة)) .

الحرارة ضمن المتفاعلات فإن التفاعل : ماص ((مستهلك للحرارة)) .

رابعاً : لوزن المعادلة الكيميائية يراعى الآتي :

- اكتب المعادلة الكيميائية صحيحة .
- لا تغير أي رقم مكتوب أسفل الرموز والصيغ .
- أوزن المعادلة بضبط المعاملات التي تسبق الرموز والصيغ .

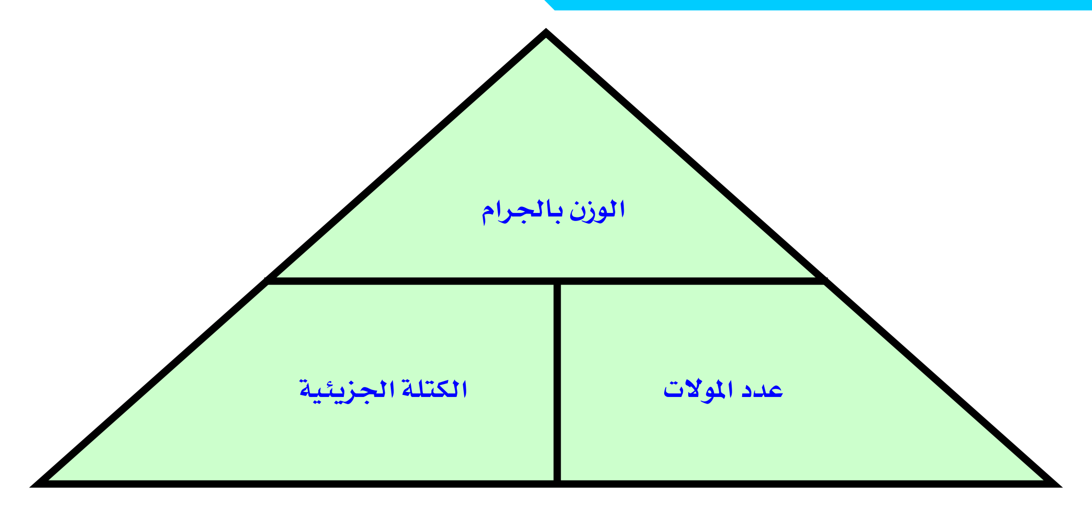
تطبيق لوزن معادلة كيميائية :

$$2\ NaHCO_3 \xrightarrow{\triangle} Na_2CO_3 + H_2O + CO_2\uparrow$$

عدد الذرات في المواد الناتجة			عدد الذرات في المواد المتفاعلة			ملاحظات هامة
الذرة	قبل الوزن	بعد الوزن	الذرة	قبل الوزن	بعد الوزن	وزنا هذه المعادلة بالضرب في العدد (٢) للمواد المتفاعلة (بيكربونات الصوديوم) .. وهو مضروباً في جميع ذرات ذلك المركب . لاحظ : عدد الذرات للمواد المتفاعلة والمواد الناتجة بعد الوزن تجد أنها متساوية كما يبين الجدول . ❖ لا داعي لعمل الجدول في كل مرة .. الجدول للتوضيح فقط .
Na	٢	٢	Na	١	٢	
H	٢	٢	H	١	٢	
C	٢	٢	C	١	٢	
O	٦	٦	O	٣	٦	



قوانين تحتاج إليها في الحسابات الكيميائية :



❖ من خلال مثلث العلاقات السابق نجد أن :

١. عدد المولات = $\frac{\text{الوزن بالجرام}}{\text{الكتلة الجزيئية}}$

٢. الوزن بالجرام = عدد المولات × الكتلة الجزيئية .

٣. الكتلة الجزيئية = $\frac{\text{الوزن بالجرام}}{\text{عدد المولات}}$

❖ هام جداً :

يقال للكتلة وزن في الكيمياء ((تجاوزاً)) .

- ويمكن حساب الكتلة الجزيئية لمركب ما من خلال معرفة الوزن الذري لكل عنصر في ذلك المركب حيث أن :

الكتلة الجزيئية : مجموع كتل الذرات الداخلة في تكوين الجزئ .

- تطبيق : احسب الكتلة الجزيئية لكل من :

١. جزئ الكلور Cl_2 إذا علمت أن الوزن الذري للكلور Cl = ٣٥,٥ ؟

الكتلة الجزيئية = ٣٥,٥ × ٢ = ٧٠ جم / مول .

٢. الماء H_2O إذا علمت أن الأوزان الذرية : $H = 1$,, $O = 16$ ؟

الكتلة الجزيئية = (٢ × ١) + (١ × ١٦) = ٢ + ١٦ = ١٨ جم / مول .

٣. هيدروكسيد الصوديوم $NaOH$ إذا علمت أن الأوزان الذرية : : $H = 1$,, $O = 16$,, $Na = 23$ ؟

الكتلة الجزيئية = (١ × ٢٣) + (١ × ١٦) + (١ × ١) = ٢٣ + ١٦ + ١ = ٤٠ جم / مول .

- عندما نتكلم عن ذرة أي عنصر فإننا نستخدم الكتلة الذرية فعلى سبيل المثال نقول :

الكتلة الذرية للصوديوم = ٢٣ و . ك . ذ .

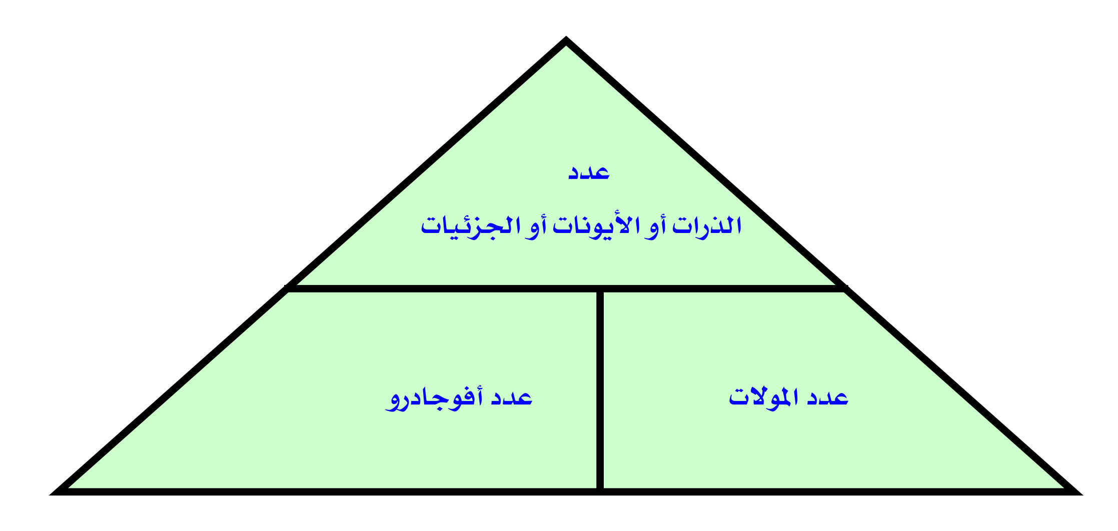
- عندما نتكلم عن جزئ عنصر أو جزئ مركب فإننا نستخدم الكتلة الجزيئية فعلى سبيل المثال نقول :

الكتلة الجزيئية لجزئ الكلور = ٧٠ جم / مول .

الكتلة الجزيئية للماء = ١٨ جم / مول .

- الكتلة الذرية الجرامية = الكتلة الذرية بوحدة الجرام .
- الكتلة الجزيئية الجرامية = الكتلة الجزيئية بوحدة الجرام .
- و . ك . ذ تعني : وحدة كتلة ذرية .



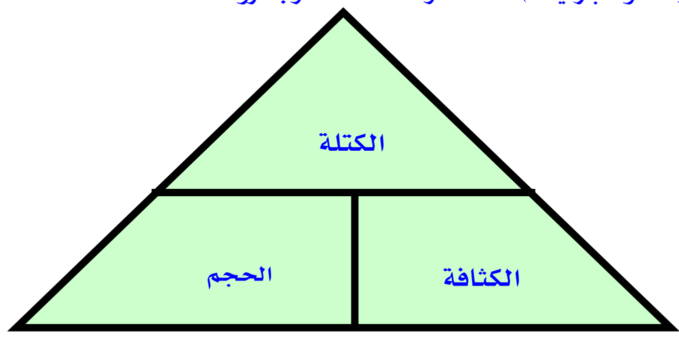


❖ من خلال مثلث العلاقات السابق نجد أن :

عدد أفوجادرو ثابت = ٦.٠٢ × ١٠^٢٣

١. عدد المولات = عدد الذرات أو الأيونات أو الجزئيات / عدد أفوجادرو

٢. عدد (الذرات أو الأيونات أو الجزئيات) = عدد المولات × عدد أفوجادرو .



❖ من خلال مثلث العلاقات السابق نجد أن :

١. الحجم = الكتلة / الكثافة

٢. الكثافة = الكتلة / الحجم

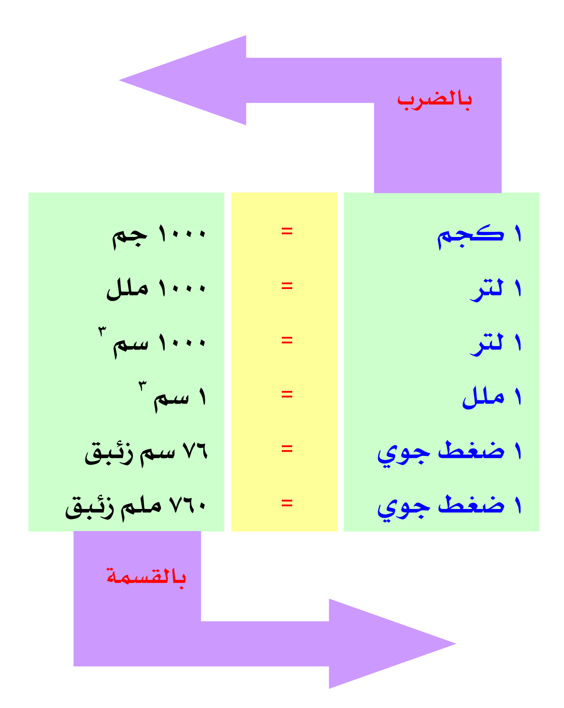
٣. الكتلة = الكثافة × الحجم .

معادلة الحالة الغازية :

ح × ض = ن × ك × ت أو P . V = n . R . T

الرمـــــــــز		ما يدل عليه	الوحدة المستخدمة
ح	V	الحجم	اللتر
ض	P	الضغط	الضغط الجوي
ن	n	عدد المولات	مول
ك	R	الثابت العام للغازات ٠,٠٨٢	لتر × ضغط جوي / مول × درجة حرارة مطلقة
ت	T	درجة الحرارة	درجة حرارة مطلقة (كلفن) درجة الحرارة المطلقة = م° + ٢٧٣ حيث م° : الدرجة المئوية .

تحويلات تهمك



قوانين اخرى هامة [تركيز المحاليل] :

أولاً : النسبة المئوية الكتلية (الوزنية) :

النسبة المئوية الكتلية = (كتلة المذاب بالجرام ÷ كتلة المحلول بالجرام) × ١٠٠

وفي هذا القانون يمكن إيجاد كتلة المحلول (إن لم تكن معطاة) بأحد هذين القانونين حسب معطيات المسألة :

- حجم المحلول = كتلة المذاب + كتلة المذيب .
- حجم المحلول = الكتلة ÷ الكثافة

ثانياً : المولالية :

المولالية = عدد مولات المذاب ÷ كتلة المذيب بالكيلوجرام

ومن خلال هذا القانون يمكن حساب عدد مولات المذاب بدلالة المولالية كالتالي :

عدد مولات المذاب = المولالية × كتلة المذيب بالكيلو جرام .

يمكنك الاستفادة من
تحويل الوحدات من
الصفحة السابقة عند
الحاجة لذلك

ثالثاً : المولارية :

المولارية = عدد مولات المذاب ÷ حجم المحلول باللتر

ومن خلال هذا القانون يمكن حساب عدد مولات المذاب بدلالة المولارية كالتالي :

عدد مولات المذاب = المولارية × حجم المحلول باللتر .



$ح_1 \times ت_1 = ح_2 \times ت_2$	
$ح_1$	حجم المحلول قبل التخفيف .
$ح_2$	حجم المحلول بعد التخفيف .
$ت_1$	تركيز المحلول قبل التخفيف .
$ت_2$	حجم المحلول بعد التخفيف .

إضافات اخرى :

صيغ بعض الأحماض والقواعد :

الأحماض		القواعد	
حمض الكلور	HCl	هيدروكسيد الصوديوم	$NaOH$
حمض النيتروجين	HNO_3	هيدروكسيد البوتاسيوم	KOH
حمض الكبريت	H_2SO_4	هيدروكسيد الباريوم	$Ba(OH)_2$
حمض الفسفور	H_3PO_4	هيدروكسيد المغنيسيوم	$Mg(OH)_2$
حمض الخل	CH_3COOH	كربونات الصوديوم	Na_2CO_3
حمض الكربون	H_2CO_3	النشادر	NH_3

